Acides et bases
pH des solutions aqueuses

® Un **monoacide** est une entité chimique , électriquement chargée ou neutre , capable de **libérer** un **ion hydrogène H^+** au cours d'une réaction chimique .

Exemples : **HCl** + $H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$

CH_3COOH + $H_2O \rightarrow H_3O^+ + CH_3COO^-$.

HCl et CH_3COOH sont des monoacides .

Une **monobase** est une entité chimique , électriquement chargée ou neutre , capable de **capter** un **ion hydrogène H^+** au cours d'une réaction chimique ..

Exemples : **NH_3** + $H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$

CH_3NH_2 + $H_2O \rightarrow CH_3NH_3^+ + OH^-$

L'ammoniac et la méthylamine sont des monobases .

® ***Le produit ionique de l'eau , noté K_e*** , est la constante d'équilibre associée à l'équation chimique de ***l'ionisation propre de l'eau***

$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$

A l'équilibre dynamique : **$[H_3O^+].[OH^-] = K_e$** = constante à une température donnée .

Une ***réaction acide base*** **met en jeu deux couples ACIDE/BASE : A_1/B_1** et **A_2/B_2** , l'équation chimique générale d'une réaction acide-base s'écrit :

$A_1 + B_2 \rightleftharpoons B_1 + A_2$

La loi d'action de masse s'écrit : $\Pi = \dfrac{[A_2].[B_1]}{[A_1].[B_2]} = K$ à l'équilibre dynamique

® ***Le couple de référence*** utilisé pour comparer les forces des acides

et des bases des différents couples **AH/A^-** est le couple de l'eau: **H_3O^+/H_2O** .

La réaction acide-base à considérer est :

$AH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$.

® La constante d'équilibre relative à cette réaction est nommée ***constante d'acidité*** du couple **AH/A^-** et elle s'écrit :

$$K_a = \frac{[H_3O^+].[A^-]}{[AH]} .$$